elle contient : $n_0(H_3O^+) = [H_3O^+]_0 . V_0$.
L'acide HA est supposé fort : dans ce cas il est totalement dissocié dans l'eau, quelle que soit la dilution de la solution.
Le fait de diluer la solution (S_0), pour obtenir la solution (S_1), ne modifie donc pas $n(H_3O^+)$ présent initialement.
Donc : $n_1(H_3O^+) = n_0(H_3O^+)$;
or, dans la solution (S_1) : $n_1(H_3O^+) = [H_3O^+]_1 . V_1$.

Donc : $[H_3O^+]_1 . V_1 = [H_3O^+]_0 . V_0$; soit : $[H_3O^+]_1 = \frac{V_0}{V_1} [H_3O^+]_0$.

Application numérique : $[H_3O^+]_1 = \frac{20.10^{-3}}{200.10^{-3}} \times 10^{-3} = 10^{-4}$ mol.L^{-1} .
Ensuite, $pH_1(th) = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-4}$;
soit : $pH_1(th) = 4$, (th : théorique) .
La solution a été diluée 10 fois : le pH augmente d'une unité .
2°) En réalité : $pH_1 = 3,5$; $[H_3O^+]_1(r) \approx 10^{-3,5}$ mol.L^{-1} ,
(r : réelle) ; soit : $[H_3O^+]_1(r) \approx 3,2.10^{-4}$ mol.L^{-1} .
Calculons la quantité $n_1(r)(H_3O^+)$ dans cette solution diluée :
$n_1(r)(H_3O^+) = [H_3O^+]_1(r) . V_1$;
$n_1(r)(H_3O^+) \approx 3,2.10^{-4} \times 0,2$,
soit : $n_1(r)(H_3O^+) \approx 6,4.10^{-5}$ mol .
La solution (S_0) initiale contenait :
$n_0(H_3O^+) = [H_3O^+]_0 . V_0$
$n_0(H_3O^+) = 10^{-3} \times 2.10^{-2}$
soit : $n_0(H_3O^+) = 2.10^{-5}$ mol .
Nous constatons : $n_1(r)(H_3O^+) > n_0(H_3O^+)$: la dilution de la solution a provoqué une augmentation de la dissociation de l'acide HA : il s'agit donc d'un acide faible .
3°) En effet, l'équation de la réaction de l'acide HA avec l'eau s'écrit :

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^- .$$

Si à l'équilibre, on ajoute de l'eau pure, le volume du milieu réactionnel augmente et il y a perturbation du système chimique .
Exprimons la fonction Π des concentrations juste après perturbation et la comparons à K_a .
En effet, à l'équilibre du système chimique avant ajout de l'eau, on a :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_{éq} [A^-]_{éq}}{[HA]_{éq}} = \frac{\frac{n_0(H_3O^+)}{V_0} \cdot \frac{n_0(A^-)}{V_0}}{\frac{n_0(HA)}{V_0}} ,$$